



© 1999 Université de Liège
Section de Chimie
Groupe Transition
<http://www.ulg.ac.be/grptrans>

Conditions d'utilisation des versions électroniques des modules de chimie

Vous pouvez:

- consulter les versions électroniques sur un ou plusieurs ordinateurs
- imprimer un ou plusieurs modules pour une distribution en classe en mentionnant l'origine du didacticiel
- distribuer gratuitement un ou plusieurs fichiers PDF ou ZIP complets et sans modification à d'autres personnes

Vous ne pouvez pas:

- modifier ou traduire un module
- enlever ou modifier les logos ou les copyrights
- recopier entièrement ou partiellement un module pour l'inclure dans un autre projet
- mettre à disposition les versions électroniques des modules sur un autre site internet
- inclure les fichiers ZIP ou PDF dans un projet commercial (p.ex. un CD-ROM d'un périodique) sans autorisation écrite préalable du Groupe Transition

Responsable administratif:
André Cornélis
Université de Liège
Institut de Chimie B6
Sart-Tilman
B 4000 Liège (Belgique)
Fax: +32-4-3664738
Email: Andre.Cornelis@ulg.ac.be

Université de Liège
Section de Chimie

Les éléments chimiques et leur structure électronique

**Une réalisation du groupe « TRANSITION »
édition 1999**

Ce module est normalement précédé des modules « Les éléments chimiques et le tableau périodique » et « Les éléments chimiques et leurs symboles ».

La matière couverte ici est relativement vaste. Aussi, avons-nous adopté une organisation différente.

Le module comporte deux parties. Dans la première, nous présentons les notions théoriques, entrecoupées de questions vous permettant de tester votre compréhension. La seconde partie consiste en un ensemble de questions et de réponses.

PREMIERE PARTIE

Le but de ce module est de revoir rapidement un certain nombre de concepts clefs de la chimie concernant la structure atomique. Après un bref rappel des particules constitutives de l'atome, nous étudierons en détail sa structure électronique. Cela nous permettra de comprendre les régularités du tableau périodique.

1. PROTONS, NEUTRONS ET ELECTRONS.

Comme on l'a vu au module « Les éléments chimiques et le tableau périodique », les atomes sont constitués d'un **noyau**, chargé positivement et d'**électrons** chargés négativement. La taille du noyau est très faible (de l'ordre du centième de picomètre*). La distance moyenne électron-noyau est environ 10 000 fois plus grande (de l'ordre du dixième de nanomètre*).

Le noyau d'un atome est constitué de **Z protons**, portant chacun une charge élémentaire positive ($1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$), et de **N neutrons**, électriquement neutres. Chaque atome contient Z électrons, portant chacun une charge élémentaire négative. Il en résulte que l'atome est électriquement neutre.

La masse d'un proton est très voisine de celle d'un neutron; par contre, elle est 1836 fois supérieure à celle d'un électron. La masse d'un atome dépend donc essentiellement du nombre de protons et de neutrons qu'il contient.

* 1 picomètre (1pm) = 10^{-12} m ; 1 nanomètre (1nm) = 10^{-9} m
1 angstrœm (1 Å) = 10^{-10} m

Le nombre de protons, Z , caractérise un élément donné: on l'appelle **nombre atomique**. Par exemple, $Z = 1$ pour l'hydrogène, $Z = 6$ pour le carbone, $Z = 92$ pour l'uranium. Par contre, pour un élément donné, N , nombre de neutrons, peut varier, entre certaines limites : les différents isotopes d'un élément correspondent aux différentes valeurs possibles de N .

On appelle **nombre de masse** A , la somme de Z et de N : $A = Z + N$.

Rappelons qu'un nucléide de l'élément X est identifié par la notation ${}^A_Z X$,

par exemple ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$ et ${}^{14}_6\text{C}$

Quel est le nombre total d'électrons entourant respectivement, dans les atomes neutres, le noyau de:

- *Na*
- *Ca*
- *Cl*
- *S*

Réponse: Na : 11
Ca : 20
Cl : 17
S : 16

La charge du noyau, exprimée en unités élémentaires, est égale à $+Z$.

Z , nombre atomique, est aussi le numéro de la case de l'élément dans le tableau périodique.

L'ajout ou l'arrachement d'un électron à un atome neutre produit une entité chargée, appelée **ion**. Lorsqu'on arrache un ou plusieurs électrons, on obtient un ion positif ou cation (exemples: Na^+ , Ca^{2+}).

Si on ajoute un ou plusieurs électrons à un atome, on obtient un ion négatif ou anion (exemples: Cl^- , S^{2-}).

Dans ces exemples, quelle est la signification des exposants $+$, $2+$, $-$, $2-$... ?

Réponse: il s'agit de la charge électrique, positive ou négative, portée par ces ions; elle est exprimée en unités de charge élémentaire e ; le signe indique la qualité positive ou négative de la charge globale.

Remarquez qu'il existe des variantes dans la notation des charges élémentaires multiples. Ainsi, $2-$ est équivalent à $--$, à -2 (on trouve aussi parfois $=$).

Comment indiquez-vous :

- a. *l'espèce dont $Z = 12$ et comportant 10 électrons ?*
- b. *l'espèce dont $Z = 9$ et comportant 10 électrons ?*
- c. *l'espèce dont $Z = 10$ et comportant 10 électrons ?*

- Réponse:
- a. Mg^{2+}
 - b. F^-
 - c. Ne

Remarquez que différentes espèces, neutres ou chargées, peuvent posséder un même nombre total d'électrons (ici : 10).

2. STRUCTURE ELECTRONIQUE DES ATOMES

On possède à l'heure actuelle une bonne connaissance de la structure électronique des atomes. Historiquement, de nombreux modèles de plus en plus raffinés ont été proposés et confrontés à l'expérience. Cette évolution a débouché sur le modèle actuel, qui reproduit correctement toutes les observations expérimentales connues. Il repose sur des notions délicates de physique moderne (physique quantique).

Nous nous bornerons ici à en mentionner quelques résultats importants.

a) Le mouvement des électrons autour du noyau ne peut pas être décrit par un modèle de trajectoire classique. La probabilité de présence des électrons en un endroit donné de l'espace autour du noyau varie en fonction de leur distance par rapport à celui-ci. Cette probabilité tend vers zéro quand on s'écarte de quelques dixièmes de nm du noyau.

b) L'énergie des électrons dans les atomes ne peut prendre que des valeurs bien précises. Cette énergie ne peut varier que de manière discontinue: on dit qu'elle est **quantifiée**.

Introduisons une comparaison pour essayer de visualiser ce concept. Considérons deux personnes se déplaçant d'une altitude à une autre, l'une sur un plan incliné, l'autre sur un escalier dont les marches ont une hauteur Δ (voir figure 1).

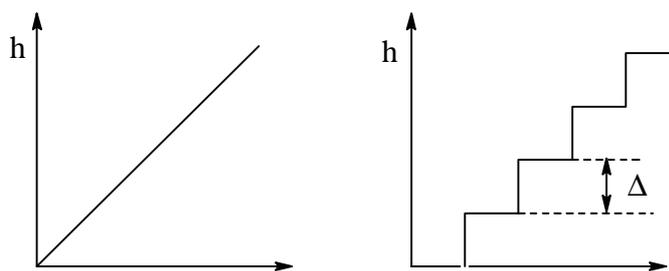


Figure 1

Celle qui se promène sur le plan incliné se trouvera dans un état stable (c'est-à-dire un état où elle peut rester aussi longtemps qu'elle le souhaite) pour n'importe quelle valeur de l'énergie potentielle,

$E_p = mgh$, où h est l'altitude. Par contre, la personne qui se déplace sur l'escalier ne sera

dans un état stable que si elle se trouve sur une des marches, par exemple la n^e . Là, son énergie potentielle E_p est égale à $mgh_n = mgn\Delta$, où n est le nombre de marches gravies.

Elle pourra bien sûr passer d'une marche à l'autre: elle fera alors une transition d'un état d'énergie potentielle à un autre. Mais la durée de cette transition sera limitée: la personne ne pourra pas rester indéfiniment entre deux marches.

Ce que la physique quantique nous dit, c'est que l'électron dans l'atome se comporte comme la personne sur l'escalier. Il existe des états stables, caractérisés par une énergie bien définie. Lorsque l'électron passe d'un état d'énergie à un autre état, d'énergie inférieure, il perd de l'énergie sous forme de lumière.

c) On peut montrer que l'énergie d'un électron dans un atome dépend principalement de deux nombres que l'on appelle **nombres quantiques** désignés par \underline{n} et $\underline{\ell}$:

- **Le nombre quantique principal, n** , détermine essentiellement la distance moyenne entre l'électron et le noyau: quand n augmente, cette distance augmente également. n varie par sauts d'une unité: $n = 1, 2, 3, \dots$

- **Le nombre quantique secondaire** (ou azimutal), ℓ ; qualitativement, ℓ détermine comment la probabilité de trouver un électron à une distance donnée du noyau varie en fonction de la direction.

Pour un nombre quantique principal n donné, il existe n valeurs possibles de ℓ : $\ell = 0, 1, 2, \dots, n - 1$.

Chaque valeur de n définit une **couche**. Ainsi à

$n = 1$ correspond la couche **K**, à $n = 2$ la couche **L**, etc. Chaque valeur de ℓ ($\ell \leq n - 1$) définit une **sous-couche** ou **niveau d'énergie**: la sous-couche **s** pour $\ell = 0$, la sous-couche **p** pour $\ell = 1$, la sous-couche **d** pour $\ell = 2$, etc. Ces couches et sous-couches sont reprises dans le tableau suivant, qui indique également le nombre maximum d'électrons qui peuvent occuper une sous-couche donnée.

Tableau 1

n	nom de la couche	ℓ	Nom de la Sous-couche	nombre maximum d'électrons
1	K	0	1s	2
2	L	0	2s	2
		1	2p	6
3	M	0	3s	2
		1	3p	6
		2	3d	10
4	N	0	4s	2
		1	4p	6
		2	4d	10
		3	4f	14

L'examen de ce tableau permet de déduire deux relations intéressantes: le nombre maximum d'électrons N_{\max} dans une couche,

$$N_{\max}(n) = 2n^2$$

et le nombre maximum d'électrons dans une sous-couche,

$$N_{\max}(\ell) = 4\ell + 2.$$

- a. *Quelle est la lettre qui désigne la couche dont $n = 3$?*
- b. *Pour cette couche, quelles sont les valeurs permises de ℓ ?*
- c. *Combien d'électrons chaque sous-couche de $n = 3$ peut-elle accueillir ?*
- d. *Comparez la somme du nombre d'électrons maximum de chaque sous-couche de la couche $n = 3$ à celle prévue par la règle*

$$N_{\max}(n) = 2n^2.$$

- Réponse:
- a. il s'agit de la couche M
 - b. $\ell = 0, 1$ et 2
 - c. 3s : 2 électrons
3p : 6 électrons
3d : 10 électrons
 - d. $2 + 6 + 10 = 18 = 2 \times 3^2$

L'énergie des sous-couches que nous venons de décrire augmente lorsque n augmente et, pour une valeur de n donnée, lorsque ℓ augmente. La figure 2 représente l'ordre énergétique des différentes sous-couches. Cette figure est valable pour de nombreux atomes mais il faut être conscient de l'existence de situations où elle n'est pas totalement valable; ces situations sont d'autant plus fréquentes que Z augmente.

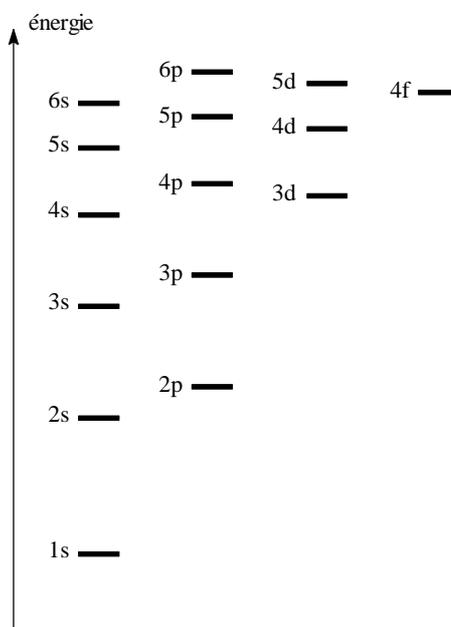


Figure 2

Pour obtenir l'état de plus basse énergie de l'atome, on répartit les électrons dans les différentes sous-couches de manière à remplir d'abord les sous-couches de plus basse énergie à concurrence du nombre maximum d'électrons autorisé par le tableau 1.

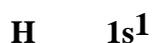
C'est ce que l'on appelle le principe d'"Aufbau".

3. EXEMPLES DE STRUCTURES ELECTRONIQUES

A L'ETAT FONDAMENTAL

L'atome d'hydrogène :

$Z = 1$: il n'y a donc qu'un seul électron qui occupera forcément la sous-couche de plus basse énergie, c'est-à-dire 1s. On note ce résultat de la manière suivante:



L'exposant indique le nombre d'électron(s) qui occupe(nt) la sous-couche.

En général, l'exposant **1** est sous-entendu; nous l'indiquons dans ce seul exemple pour attirer votre attention.

L'atome d'azote :

$Z = 7$: il y a donc 7 électrons que l'on répartira comme suit:

2 électrons dans la sous-couche 1s

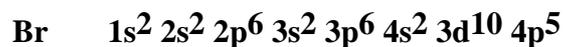
2 électrons dans la sous-couche 2s.

1s et 2s étant totalement remplies, il reste 3 électrons à placer sur la sous-couche suivante, par ordre d'énergie croissante, c'est-à-dire 2p.



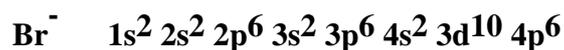
L'atome de brome :

Les 35 électrons ($Z = 35$) se répartissent comme suit (nous vous laissons le soin des détails):

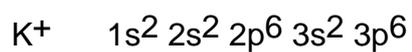
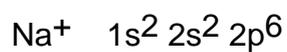
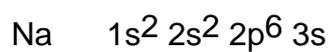


L'anion bromure: Br^-

Il possède un électron de plus que l'atome neutre ci-dessus, soit 36 électrons. Cet électron supplémentaire est accueilli par la sous-couche 4p. La structure est donc:



Etablissez les structures électroniques des atomes neutres de Li, Na et K et de leurs cations Li^+ , Na^+ , K^+ .

Réponse:

Sur la base de la réponse à la question précédente, comparez les structures électroniques des cations Li⁺, Na⁺, K⁺ à, respectivement, celles de He, Ne, Ar.

Réponse:

Chacun de ces ions a la structure électronique du gaz noble qui le précède directement dans le tableau périodique.

Pour alléger la notation des structures électroniques, on note entre crochets le symbole du gaz noble qui précède l'élément dans le tableau périodique, et dont la structure électronique est ainsi supposée connue. On fait suivre ce symbole de la notation des sous-couches occupées par les électrons supplémentaires. On note ainsi la structure électronique du sodium :



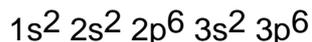
Ecrivez la notation simplifiée de la structure électronique du potassium et du lithium.

Réponse: K [Ar] 4s
Li [He] 2s

On appelle **électrons de coeur** l'ensemble des électrons correspondant à la structure du gaz noble qui précède directement l'élément (celui que nous représentons entre []).

Combien le potassium compte-t-il d'électrons de coeur ?

Réponse: 18, correspondant à [Ar], c'est-à-dire



Les autres électrons (ceux qui ne sont pas de coeur) sont appelés **électrons de valence**, ou encore **électrons périphériques** ou **externes**.

Seuls ces électrons de valence jouent généralement un rôle important en chimie. Ils gouvernent la liaison chimique et la réactivité chimique (pensez aux réactions d'échange électronique, encore appelées réactions d'oxydoréduction).

4. LE TABLEAU PÉRIODIQUE

Cette répartition des électrons en couches et sous-couches rend compte des échancrures que présente la forme du tableau périodique comme le montre la figure 3.

En parcourant le tableau périodique dans le sens des Z croissants, on constate un remplissage progressif des sous-couches qui respecte généralement bien l'ordre énergétique présenté dans la figure 2.

Les colonnes contiennent des éléments de propriétés similaires. C'est la raison pour laquelle on parle de « familles », comme nous l'avons vu dans un des modules précédents. Cette similitude de propriétés est liée à une similitude de structure électronique.

En effet :

- **les alcalins** (groupe 1 ou Ia) possèdent un seul électron dans la dernière sous-couche s occupée;
- chez les **alcalino-terreux** (groupe 2 ou IIa), la dernière sous-couche occupée est de type s et est totalement remplie (2 électrons);
- **les terreux** (groupe 13 ou IIIa) ont pour dernière sous-couche occupée une sous-couche p avec un seul électron;
- les **carbonides**, les **azotides**, les **sulfurides** et les **halogènes** (groupes 14 à 17 ou IVa à VIIa) ont également comme dernière sous-couche occupée une sous-couche p contenant respectivement 2, 3, 4 et 5 électrons.
- les **gaz nobles** (encore fréquemment appelés gaz rares ou inertes) (groupe 18 ou VIIIa) ont une structure électronique où la dernière sous-couche s (cas de He) ou p (tous les autres cas) occupée est complètement remplie.
- les **métaux de transition** (groupes 3 à 12 ou groupes b) sont caractérisés par une structure électronique correspondant au remplissage des sous-couches de type d.

1 Ia		Nombre atomique										13 IIIa					14 IVa	15 Va	16 VIa	17 VIIa	18 VIIIa	
H 1	2 IIa											X z	Elément									He 2
Li 3	Be 4												B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10				
Na 11	Mg 12	3 IIIb	4 IVb	5 Vb	6 VIb	7 VIIb	8 VIIIb	9 VIIIb	10 VIIIb	11 Ib	12 IIb	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18					
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36					
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54					
Cs 55	Ba 56	57- 70	Lu 71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86				
Fr 87	Ra 88	89- 102	Lr 103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Uun 110	Uuu 111	Uub 112										
			La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70						
			Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102						

1 Ia	2 IIa	3 IIIb	4 IVb	5 Vb	6 VIb	7 VIIb	8 VIIIb	9 VIIIb	10 VIIIb	11 Ib	12 IIb	13 IIIa	14 IVa	15 Va	16 VIa	17 VIIa	18 VIIIa							
1s																	1s							
2s											2p													
3s											3p													
4s	3d										4p													
5s	4d										5p													
6s	5d										6p													
7s	6d																							
																		4f						
																		5f						

figure 3

DEUXIEME PARTIE

Q 1.

L'atome neutre possède un nombre total d'électrons :

a. supérieur

b. égal

c. inférieur

à celui de ses protons

Réponse: b. Pour qu'un atome soit électriquement neutre, il faut que ses électrons soient en nombre égal à celui de ses protons.
En effet, l'électron a une charge électrique élémentaire -1 et le proton, +1.

Q 2.

L'atome neutre d'oxygène possède:

- a. sept électrons*
- b. quatre électrons*
- c. neuf électrons*
- d. huit électrons*

Réponse: d. Huit électrons. En effet, l'oxygène a un nombre atomique $Z = 8$; il possède huit protons et donc huit électrons.

Q 3.

A. Un atome neutre du nucléide ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ possède:

- | | | |
|-----------------|----|---------------|
| a. 17 électrons | | 1. 17 protons |
| b. 18 électrons | et | 2. 18 protons |
| c. 19 électrons | | 3. 19 protons |

B. Que devient votre réponse dans le cas de ${}_{17}^{35}\text{Cl}$?

Réponse: A. a et 1., c'est-à-dire 17 électrons et 17 protons.

B. 17 électrons et 17 protons (même réponse qu'en A).

Si vous avez des difficultés avec ce genre de question, retournez au module « Les éléments chimiques et le tableau périodique ».

Q 4.

Combien peut-on mettre d'électrons au maximum:

- a. dans la couche K ?*
- b. dans la couche dont le nombre quantique principal n est égal à 2 ?*

Réponse: a. 2 électrons
b. 8 électrons voyez le tableau 1.

Q 5.

Certains éléments n'ont qu'une couche électronique occupée, d'autres en ont deux, d'autres trois, etc ...

Le nombre de couches électroniques occupées d'un élément donné est égal

- a. au numéro de sa famille dans le tableau périodique*
- b. au numéro de sa période dans le tableau périodique*
- c. à son numéro atomique*
- d. à son nombre de masse*

Réponse: b. Au numéro de sa période.

Q 6.

Remarquez que la proposition d (nombre de masse de l'élément) n'a pas de sens.

Pourquoi?

Réponse: Le nombre de masse caractérise un nucléide et non un élément; ce qui caractérise un élément, c'est le nombre atomique.

Q 7.

Parler d'une couche « occupée », n'implique pas obligatoirement « complètement occupée ».

On parlera souvent de couches électroniques en omettant « occupées ».

Complétez :

Les éléments de la première période comprennent couche(s) électronique(s) occupée(s), ceux de la deuxième comprennent couche(s) occupée(s), et ainsi de suite.

Réponse: Première période: une couche électronique occupée.

Deuxième période: deux couches électroniques occupées.

Etc.

Q 8.

La couche électronique de valence est la troisième couche pour l'atome de :

- a. C*
- b. Mg*
- c. He*
- d. Li*

Réponse: b. Mg, puisqu'il appartient à la troisième période.

Q 9.

Considérons deux atomes neutres d'une même période, Li et Be, qui se suivent directement dans le tableau périodique; quelle est la proposition exacte ?

- a. ils possèdent le même nombre d'électrons*
- b. Be a un électron de moins que Li*
- c. Li a un électron de moins que Be*

Réponse: c. Li a un électron de moins que Be.

En effet, le nombre atomique de Li est 3, celui de Be est 4.

L'atome neutre de Li possède trois électrons, celui de Be en possède quatre.

En lisant chaque période de gauche à droite, on observe que l'atome neutre de chaque élément possède un électron de plus que celui qui le précède.

Q 10.

Quel est le nombre quantique principal de la dernière couche occupée (c'est-à-dire la couche occupée de nombre quantique principal maximum) :

- a. de l'hélium ?*
- b. du néon ?*
- c. de l'argon ?*

- Réponse: a. $n = 1$
b. $n = 2$
c. $n = 3$
-

Q 11.

Combien d'électrons peut-on mettre au maximum (N_{max})

- a. *dans la couche $n = 1$?*
b. *dans la couche $n = 2$?*
c. *dans la couche $n = 3$?*

Réponse: En utilisant la relation $N_{\max} = 2 n^2$, on a:

- a. $N_{\max} = 2$
 - b. $N_{\max} = 8$
 - c. $N_{\max} = 18$
-

Q 12.

Etablissez les structures électroniques des gaz nobles

He, Ar, Kr et Xe

Réponse:He $1s^2$ Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ Kr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ Xe $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

Q 13.

Comparez les structures électroniques des gaz nobles Ar, Kr et Xe.

Combien ont-ils d'électrons sur leur dernière couche occupée ?

Réponse: Tous ont 8 électrons (2 électrons dans la dernière sous-couche s occupée et 6 électrons dans la dernière sous-couche p occupée).

On constate qu'à l'exception de l'hélium, tous les gaz nobles ont 8 électrons sur leur dernière couche occupée. L'hélium, lui, ne compte que 2 électrons.

Q 14.

Choisissez l'atome dont la couche électronique externe est complète:

- a. Na*
- b. C*
- c. Li*
- d. He*

Réponse: d. L'hélium (He) a la structure électronique $1s^2$.

Q 15.

Examinons maintenant les familles du tableau périodique.

Combien d'électrons de valence les alcalins ont-ils ?

Réponse: Un.

Q 16.

L'atome neutre de structure électronique $[Ne] 3s^2$ est-il un élément alcalin ?

Réponse: Non. Cet atome neutre possède deux électrons périphériques: c'est donc un alcalino-terreux; il s'agit du magnésium.

Q 17.

Etablissez la structure électronique du calcium.

A quelle famille appartient le calcium ?

Réponse: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ou $[\text{Ar}] 4s^2$. Il appartient à la famille des alcalino-terreux.

Q 18.

Il n'est pas essentiel de connaître par coeur la position dans le tableau périodique de tous les éléments.

Cependant, c'est une bonne chose de se familiariser avec les différentes séquences horizontales et verticales.

L'élément de nombre atomique 4, qui suit le lithium est :

- a. l'hélium*
- b. le néon*
- c. le carbone*
- d. le sodium*

Réponse: Gardez votre esprit critique en éveil.

Aucune des réponses proposées n'est correcte. L'élément de nombre atomique $Z = 4$ est le béryllium.

Q 19.

Le premier élément de la famille des terreux est

Les terreux possèdent électrons sur leur dernière couche occupée.

Dans quelles sous-couches ces électrons de valence se répartissent-ils ?

Réponse: B (le bore).

Les 3 électrons de valence des terreux se répartissent comme suit : deux dans la sous-couche s, un dans la sous-couche p de la couche externe.

Q 20.

Le carbone est le premier élément d'une autre famille qui se caractérise par la présence de électrons(s) sur la dernière couche occupée de l'atome neutre.

Réponse: Quatre

Q 21.

L'azote est le premier élément de la colonne suivante. De quelle famille s'agit-il ?

Citez d'autres éléments de cette colonne.

Pour cette famille, donnez le nombre d'électrons sur la dernière couche occupée de l'atome neutre.

Réponse: Famille des azotides.

Les autres éléments sont le phosphore, l'arsenic, l'antimoine, le bismuth.

La dernière couche occupée comporte 5 électrons.

Q 22.

Les éléments de la famille VIIa (ou 17) sont appelés **halogènes**.

Les deux premiers membres de cette famille sont le fluor et le chlore.

Ils contiennent électron(s) sur leur dernière couche occupée.

Réponse: Sept

Q 23.

Les halogènes forment aisément des ions négatifs de charge élémentaire - 1.

Combien d'électrons ces anions possèdent-ils sur leur dernière couche occupée ?

Quelle est la répartition en sous-couches de ces électrons ?

Réponse: 8 électrons, dont 2 sur la sous-couche s et 6 sur la sous-couche p de la couche occupée de n maximum.

Q 24.

Aux structures électroniques de quels atomes neutres, les structures électroniques des anions F^- , Cl^- , Br^- et I^- sont-elles équivalentes?

Réponse:

La structure électronique de F^- est équivalente à celle de Ne

Cl^- à celle de Ar

Br^- à celle de Kr

I^- à celle de Xe

La structure électronique d'un anion halogénure est équivalente à celle du gaz noble neutre qui le suit directement.